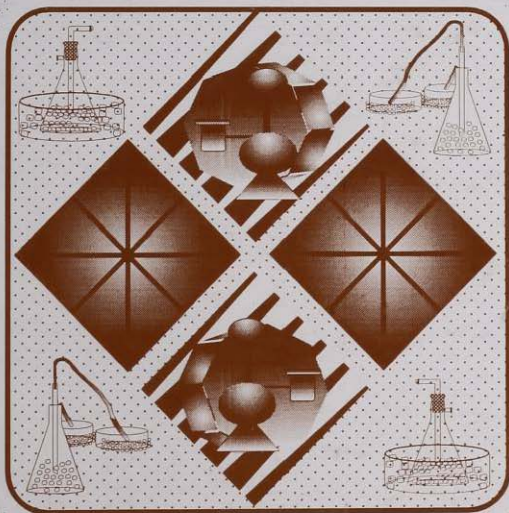


Prácticas de química inorgánica II



M
154
64

Básicas

217417
C.B. 2894212

Prácticas de química inorgánica II



UAM-AZCAPOTZALCO

RECTOR

Mtro. Víctor Manuel Sosa Godínez

SECRETARIO

Mtro. Cristian Eduardo Leriche Guzmán

COORDINADORA GENERAL DE DESARROLLO ACADÉMICO

Mtra. María Aguirre Tamez

COORDINADORA DE EXTENSIÓN UNIVERSITARIA

DCG Ma. Teresa Olalde Ramos

JEFA DE LA SECCIÓN DE PRODUCCIÓN Y DISTRIBUCIÓN EDITORIALES

DCG Silvia Guzmán Bofill

UAM
QD154
GG-09
v.1

ISBN: 970-654-874-2

© UAM-Azcapotzalco

Corrección:

Marisela Juárez Capistrán

Ilustración de portada:

Consuelo Quiroz Reyes

Diseño de Portada:

Modesto Serrano Ramírez

Sección de producción y distribución editoriales

Tel. 5318-9222 / 9223

Fax 5318-9222

Universidad Autónoma Metropolitana

Unidad Azcapotzalco

Av. San Pablo 180

Col. Reynosa Tamaulipas

Delegación Azcapotzalco

C.P. 02200

México, D.F.

1a. edición, 1985

2a. edición, 2001

2a. reimpresión, 2004

Impreso en México

C O N T E N I D O

Práctica 1	Propiedades de los metales alcalinos y alcalino-térreos y de algunos de sus compuestos.	9
Práctica 2	Propiedades del aluminio y del $\text{Al}(\text{OH})_3$	17
Práctica 3	Química del hierro	23
Práctica 4	Química del Cinc, Cadmio y Mercurio	29
Práctica 5	Identificación de cationes metálicos	35
Práctica 6	Estados de oxidación del vanadio	39
Práctica 7	Química del cobre	41
Práctica 8	Obtención del complejo $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ e identificación de algunos iones de metales de transición según su estado de oxidación.	45
Práctica 9	Titulación por óxido-reducción	49
Práctica 10	Determinación de la constante de equilibrio de una reacción química	53
Práctica 11	Preparación de pigmentos	59
Bibliografía		65

Este manual contiene un conjunto de prácticas que constituyen el material didáctico de apoyo a la u.e.a. Laboratorio de Química Inorgánica II en la que se tiene como objetivo general comprobar experimentalmente las propiedades físicas y químicas de los elementos metálicos, así como de algunos de sus compuestos de importancia industrial, además de aislar algunos elementos a partir de sus compuestos o sintetizar compuestos de esos elementos, reforzando así los modelos teóricos de estructura atómica y enlace químico que se analizan en la u.e.a. Química Inorgánica II.

El curso de Laboratorio de Química Inorgánica II deberá ser complementado por:

1. Práctica de investigación (diseñada o adaptada por los alumnos).
2. Actividades no experimentales.

Práctica de Investigación

Tiene como finalidad que el alumno se familiarice con la información novedosa reportada en la literatura respecto a la Química de los elementos metálicos, además se pretende desarrollar al alumno su sentido de creatividad e iniciativa propia.

El proceso para adaptar esta práctica al programa del curso será el siguiente:

1. La primera semana de labores en el curso, el profesor del mismo organizará al grupo por equipos (el número de equipos dependerá de la saturación del grupo y la disponibilidad de material, equipo y reactivos en el laboratorio).

A cada equipo se asignará un tema de acuerdo a los objetivos del curso.

2. En las semanas 2 y 3, los integrantes de los equipos deberán realizar una investigación bibliográfica para buscar artículos o reportes que

les permitan diseñar o adaptar un experimento al programa de prácticas de este curso.

3. En la cuarta semana, se dedicarán al diseño de la práctica en base al material que hayan investigado y seleccionado para ese fin. El formato de la práctica deberá incluir:

Nombre del experimento

Objetivo

Introducción

Lista de reactivos, equipo y material necesarios

Técnica experimental

Cuestionario

Bibliografía

4. La práctica diseñada se entregará al profesor en la quinta semana. Corresponderá al profesor revisar y evaluar dichas prácticas, de las cuales seleccionará una para incluirla en el programa de prácticas y efectuarla la penúltima sesión del curso. La selección de la práctica a desarrollar se hará en base a: relación con los objetivos del curso, existencia de reactivos, material y equipo en el laboratorio, reproductibilidad del experimento y condiciones de seguridad.

Actividades no experimentales

Se recomienda complementar el curso práctico con:

1. Seminarios de discusión sobre los resultados y problemas observados en el desarrollo de las prácticas.
2. Proyección de audiovisuales y/o diapositivas respecto a temas del programa a fin de reforzar los conceptos teóricos que pretenden demostrar experimentalmente.

Para esto se cuenta con el acervo audiovisual de la Biblioteca de esta Unidad y el apoyo que ofrecen otras instituciones.

La edición de este manual es resultado del trabajo desarrollado por los alumnos de la División de Ciencias Básicas e Ingeniería:

Edith de Guadalupe López Arceo
Nora Elva Vargas Patiño
Gil Eleazar Nava Arana
Gerardo Burgos Rodríguez
José Guadalupe Carbajal
Arturo Monsalve López

acreditando de esta forma su Servicio Social, bajo la asesoría del Prof.-Hermilo Goñi Cedeño y con la colaboración de los profesores Ma. de la Luz Soto Téllez y Modesto Rodríguez Pastrana. Las prácticas "Química del Fierrro" y "Química del Cinc, Cadmio y Mercurio" fueron propuestas y diseñadas por el Dr. Saúl Holguín Quiñones. También se contó con el apoyo de la Dra. Marisela Maubert, Jefe del Área de Química, quien brindó todas las facilidades y recursos para la realización de este trabajo.

Algunas de las prácticas incluidas corresponden al Manual de Prácticas de Química de los Elementos de uno de los cursos ofrecidos por el Área de Química antes de la reestructuración del tronco general.

La idea de la práctica de investigación corresponde al "Proyecto de Curso Práctico de Química Inorgánica", propuesto por los profesores Icela D. Barceló Quintal y Hugo Solís Correa.

La revisión final fue realizada por Hugo Solís Correa y Hermilo Goñi Cedeño.

El trabajo de mecanografía fue realizado por las secretarías del área de Química Sra. Irma C. Mendoza García y Srita. Dolores J. Quiroz Reyes.

Área de Química
Departamento de Ciencias Básicas
División de C.B.I.
p-84

Películas recomendadas para complementar el programa de
Laboratorio de Química Inorgánica II:

- Vanadio un metal de transición.
- Elementos transuránicos.
- La metalurgia de hoy.

Temas en diapositivas:

- Acero.
- Aluminio.
- Cobre.
- Uranio.

PRÁCTICA # 1

PROPIEDADES DE LOS METALES ALCALINOS Y ALCALINO-TÉRREOS Y DE ALGUNOS DE SUS COMPUESTOS.

OBJETIVO

En esta práctica se quiere poner de manifiesto ciertas propiedades de los metales alcalinos y alcalino-térreos, como el de ser reductores en agua o en ácidos, las semejanzas y diferencias de cada grupo; así como las propiedades de algunos de sus compuestos.

Antes de realizar la práctica el alumno deberá hacer un estudio sobre las propiedades de los metales alcalinos, de sus compuestos más comunes (en especial efectuar un estudio de las propiedades del peróxido de sodio Na_2O_2). De la misma manera para los metales alcalino-térreos y sus óxidos e hidróxidos (en particular los óxidos de calcio y magnesio).

MATERIAL:

7 vidrios de reloj
1 espátula
4 cápsulas de porcelana pequeñas
tres o cuatro tubos de ensayo
1 gradilla
1 mechero bunsen
1 pinza para tubos de ensayo
1 lima o papel de esmeril
1 soporte universal
1 anillo
1 triángulo de porcelana o malla de alambre
alambre de nicromio, tungsteno, platino o lápices bien afilados

REACTIVOS:

sodio (0.2 g)
magnesio "
calcio "
peróxido de sodio (0.2 g)
tiza o mármol (un pedazo)
solución diluida y alcalina de una sal de cromo (Cr^{+3})
fenolftaleína (solución alcohólica)
nitratos o cloruros de: litio, potasio, sodio, magnesio, calcio, estroncio, y bario.
ácido clorhídrico 1:10
ácido sulfúrico 1:1
solución de almidón

- 1 mufla
- 1 crisol
- 1 pinzas para crisol
- 1 vidrio azul

TÉCNICA

I.- Reacción de los metales alcalinos con el aire y el agua:

Sacar un pedacito de sodio del frasco (no tocarlo con los dedos), colocarlo sobre papel filtro y hacerle un corte con la espátula o cortaplumas. Observe la superficie del corte reciente. Luego corte un pedacito y déjelo caer en agua que previamente contiene solución de fenolftaleína. ¿Qué observa? observe la superficie cortada del sodio, después de 5 minutos; diga que ha ocurrido y explique.

II.- Obtención y propiedades del peróxido de sodio.-

- a) En una cápsula de porcelana colocar aproximadamente 0.2 g de sodio metálico (procurar que esté lo menos impregnado de nujol). Se calienta a la flama hasta que arda el sodio y se convierte en una masa amarillenta.
- b) Tome tres tubos de ensayo que contengan respectivamente agua, solución alcalina de sal crómica (Cr^{+3}) y solución ácida de yodo de potasio; al primer tubo añada unas gotas de fenolftaleína y al tercero unas gotas de almidón. ¿Qué sucede en cada tubo, al adicionar a cada uno, una pequeña cantidad de peróxido de sodio obtenido en la parte anterior?

III.- Propiedades reductoras de magnesio y calcio.-

- a) Probar la acción de pedacitos de estos metales sobre agua (caliente si es necesario) y sobre ácido clorhídrico diluido. ¿Qué observa?
- b) Examinar atentamente la superficie del magnesio y del calcio metálico y quitar por medio de una lima o papel de esmeril la capa superior del metal.
Tomar con una pinza para crisol los pedacitos del metal limpios y calentarlos uno a uno en la llama del mechero ¿qué sucede?'

Recoger en una capsulita el producto de oxidación del magnesio para el experimento siguiente.

IV.- Oxidos de los metales alcalino -térreos.

- a) Colocar en un crisol o una cápsula aproximadamente medio gramo de carbonato de calcio o pedacitos de mármol y calcinarlo en una mufla a 900°C durante 10 minutos ¿ Qué producto piensa que se formó ?. Una vez enfriado el compuesto, humedecerlo con un gotero sin que quede exceso de agua ¿ Qué sucede ?. ¿ Cómo se denomina la reacción del agua sobre óxido de calcio ?. Añada unas gotas de fenolftaleína ¿ Qué observa ?.
- b) Tratar el polvo blanco resultante de calcinar el magnesio (parte III b) en una capsulita con agua y añadirle una solución de fenolftaleína. Fijarse en la intensidad de la coloración y calentar la solución ¿ se hace más intensa ? ¿ Qué cree que se forma ?.

V.- Identificación de los metales alcalinos y alcalino-térreos por vía seca.

Utilizando alambres de nicromio, tungsteno o platino (en caso de no tener ninguno, afile la punta de un lápiz* y con ella tome una pequeña cantidad de sales de litio, sodio, potasio, magnesio, calcio, estroncio y bario respectivamente. ¿Qué color da a la llamada uno ?.

*NOTA: Impregnarlo en HCl concentrado, para eliminar impurezas. Utilizar las sales de litio, sodio, potasio, magnesio, calcio estroncio y bario, mismos que deberán estar depositadas en vidrios de reloj respectivamente. Hacer estas pruebas utilizando vidrio azul para observar la coloración de las llama a través del vidrio.

SUGERENCIA: De ser posible, hacer un análisis con electroscopio.

TABLA

COLORACIÓN DE LOS CATIONES METÁLICOS A LA FLAMA

	ELEMENTO	ZONA DE REDUCCION	ZONA DE OPERACION	A TRAVEZ DEL VI- DRIO AZUL
1	Li ⁺			
2	Na ⁺			
3	K ⁺			
4	Mg ⁺⁺			
5	Ca ⁺⁺			
6	Sr ⁺⁺			
7	Ba ⁺⁺			

CUESTIONARIO

Cuestionario de la parte I.-

- a) Al cortar el sodio indique que propiedad física observó ?
maleabilidad ductibilidad brillo
- b) Dé una breve explicación de lo observado en el inciso a)
Utilizando el modelo de enlace metálico "mar de de electrones"
- c) Explique lo que sucede al añadir al agua pedacitos de sodio y magnesio. Exponga algún criterio del porqué es más reactivo el sodio

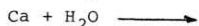
Cuestionario de la parte II.

- a) Al quemar el sodio se formó una sustancia de color:
Amarilla roja naranja blanca
- b) Complete y balancee la ecuación
- $$\text{Na} + \text{O}_2 + \longrightarrow$$
- c) El peróxido de sodio es una sustancia oxidante al añadirlo a una solución ácida de yoduro de potasio; dé una explicación de lo sucedido.

- d) Explique que sucedió al añadir a una solución de cromo (Cr^{+3}) (la solución esta alcalina) el peróxido de sodio (recordar- que es un agente oxidante).

Cuestionario de la parte III.

- a) Proponga las ecuaciones de las reacciones del calcio y magnesio sobre agua.



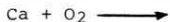
- b) Qué observó en la superficie de estos metales? y después de li- marlos ?

- c) Dé una breve explicación de lo observado en el inciso b

- d) Qué observó al calcinar Ca y Mg ?

- e) Se formaron nuevos compuestos ? _____

- f) Escriba las ecuaciones del inciso (d)



Cuestionario de la parte IV.

- a) Al calcinar Ca CO_3 (carbonato de calcio) que cree que se -
forma ? _____
- b) Cómo se llama el compuesto que resulta de la reacción del -
óxido de calcio y agua ? _____
- c) Complete y balancee las ecuaciones



Cuestionario de la parte V .

- a) Diga qué colores dieron a la flama del mechero las sales de los
siguiente metales:

Li _____ Ca _____

K _____ Sr _____

Na _____ Ba _____

- b) A qué cree se deben los colores fuertes (rojos) de estos elemen
tos a la llama ?

PRACTICA # 2

PROPIEDADES DEL ALUMINIO Y DEL $\text{Al}(\text{OH})_3$

OBJETIVO

El objeto de la presente práctica es hacer notar al alumno algunas propiedades del aluminio tanto en su forma elemental como formando compuestos.

Antes de la práctica, el alumno deberá documentarse sobre:

- El carácter anfotérico del aluminio, es decir la propiedad de disolverse en ácidos para dar sales de aluminio y en álcalis para obtener aluminatos solubles.
- La obtención y propiedades (como la de adsorción) del hidróxido de aluminio.
- El reconocimiento del ión Al^{3+} de sus sales.

MATERIAL Y REACTIVOS

MATERIAL:

- 11 tubos de ensayo
- 1 gradilla
- 1 embudo
- 1 pedazo de papel filtro
- 1 mechero
- 1 soporte y anillo
- pinza para tubo
- 1 gotero ó 1 pipeta
- 1-2 vasos de 125 ml

REACTIVOS:

- 1 pedazo de aluminio (o lentejas)
- 15 ml de HNO_3 2N y 5 ml conc.
- 15 ml de HCl 2N y 5 ml conc.
- 5 ml de H_2SO_4 2N
- 15 ml de NaOH al 30%
- 30 ml de NH_4OH 2N
- 3-4 ml de solución de nitrato de cobalto
- 1 pedazo de carbón
- solución de violeta de metilo, rojo de metilo o naranja de metilo
- alguna solución de una sal de Al^{3+}
- 1 g de HgCl_2
- 1 g de Na_2CO_3

TÉCNICA

I.- Comportamiento del aluminio ante los ácidos y álcalis.

Tome 3 tubos de ensayo, en uno vierta 3 ml de $\text{HNO}_3 2\text{N}$, en otro 3 ml de $\text{H}_2\text{SO}_4 2\text{N}$ y en el tercer tubo 3 ml de $\text{HCl } 2\text{N}$. Coloque en cada tubo dos o tres lentejas (o pedacitos) de aluminio. Observar cuál de las reacciones es más enérgica. Escriba las ecuaciones de éstas reacciones. Haga las mismas reacciones pero ahora con ácidos concentrados ¿Qué observa?. Probar después la reacción de una solución alcalina al 30% bajo calentamiento débil. Observe la formación de precipitado. Escriba la ecuación de esta reacción.

II.- Formación de amalgama de Aluminio.

Sumerja un pedazo de aluminio en una solución de potasa o sosa caústica, frote luego con una sal de mercurio el aluminio ya tratado con álcali ¿Se formó la amalgama?. Ahora el aluminio adquirirá propiedades diferentes y para comprobarlos haga lo siguiente: tome dos tubos de ensayo, en uno coloque un pedazo de aluminio y agréguele agua y en el otro el pedazo de aluminio amalgamado y también agréguele agua ¿Qué observa? ¿Qué elemento se desprende?. Escriba la ecuación de la reacción del segundo tubo.

III.- Obtención del hidróxido de aluminio.

Tratar una sal soluble de aluminio con una solución de $\text{NH}_4\text{OH } 2\text{N}$. Observe el precipitado formado. Separe en dos porciones el P° ; a una porción agréguele unas gotas de $\text{HCl } 2\text{N}$ y a la otra parte exceso de NH_4OH ?. Escriba las ecuaciones de las reacciones.

IV.- Adsorción de los colorantes por el hidróxido de aluminio.

Prepare un precipitado de $\text{Al}(\text{OH})_3$, filtrarlo. Lavar una vez con agua el precipitado sobre el filtro. Vertir sobre el filtro una solución débilmente coloreada de violeta de metilo. Observar el filtrado.

V.- Reconocimiento del Al^{3+} .

- a) A un tubo que contiene solución de Al^{3+} agréguele unas gotas de KOH o NaOH ¿Qué observa ?. Después añádale exceso de reactivo ¿Qué sucedió ?. Escriba la ecuación de estas reacciones.
- b) A un tubo de ensayo que contiene solución de Al^{3+} añádiple unas gotas de NH_4OH ¿Qué se forma ?. Ahora agréguele exceso de reactivo. ¿Qué sucedió con el pH ?.
- c) Mezclar aproximadamente 1 g de una sal de aluminio con 1 g de Na_2CO_3 . Fundir la mezcla sobre un pedazo de carbón y agregar unas gotas de solución de nitrato de cobalto. De qué color es la masa de aluminato de cobalto formada? ¿Qué nombre recibe ?.

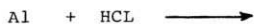
CUESTIONARIO DE LA PRACTICA

I.-

- a) Explique que observó cuando trató el Al con:

HNO_3 2N	_____
H_2SO_4 2N	_____
HCl 2N	_____
HNO_3 conc.	_____
H_2SO_4 conc.	_____
HCl conc.	_____
Sol. alcalina al 30%	_____

- b) Complete las siguientes ecuaciones



II.-

- a) Después de tratar el aluminio con álcali y frotarlo con HgCl_2 qué se formó? _____
- b) Qué observó cuando le añadió agua al aluminio del inciso a ?

- c) Qué gas se desprendió ? _____
- d) Escriba la ecuación de la reacción del inciso b. _____

III.-

- a) Qué compuesto se formó cuando trató la sal de aluminio (Al^{3+}) con NH_4OH ? _____
- b) Qué consistencia tiene el precipitado? _____
- c) Qué sucedió cuando le agregó a una porción del precipitado del inciso b) HCl 2N ? _____
- d) Y cuando a la otra porción le añadió exceso de NH_4OH ? _____
- e) Escriba las ecuaciones de los incisos a y d _____

IV.-

- a) Qué observó al hacer reaccionar la solución de Al^{3+} con KOH ó NaOH ? _____
y con exceso de reactivo? _____
- b) Escriba la ecuación de la reacción de KOH ó NaOH con el Al^{3+} .

- c) Qué precipitado se forma cuando agrega a una solución de Al^{3+}
 NH_4OH ? _____
- d) Escriba la ecuación de la reacción del inciso c _____

- e) De qué color quedó la masa de aluminato formado? _____

- f) Qué nombre recibe ? _____

Práctica N° 3
QUÍMICA DEL HIERRO

OBJETIVO

Identificar experimentalmente diferentes estados de oxidación del hierro y algunos de sus compuestos formados.

MATERIAL Y REACTIVOS

MATERIAL

20 Tubos de ensayo
1 mechero
1 anillo
1 soporte universal
1 agitador de vidrio
1 pipeta con agua destilada
1 triángulo de porcelana
1 crisol o cápsula de porcelana
1 papel filtro
1 embudo

REACTIVOS

Virutas o alambre de hierro
ácido clorhídrico 1N
ácido nítrico 1N
ácido sulfúrico 2N
hidróxido de sodio 2N
ferricianuro de potasio
ferrocianuro de potasio
sal de fierro (II)
sal de fierro (III)
tiocianato de potasio o amonio
agua de bromo o
ácido perclórico
permanganato de potasio 1N
ácido sulfhídrico o
sulfuro de sodio
sulfito de sodio
sol. yoduro de potasio 1M

EXPERIMENTO Nº 1

Tomar fragmentos de hierro, colocar uno en cada tubo de ensayo y verter ácido clorhídrico, ácido sulfúrico y ácido nítrico en cada uno. En los 1^º dos casos se obtienen sales de hierro (II). Al adicionar ácido nítrico puede observarse una coloración café en la solución, debido a la presencia, también, de $[Fe(NO)(NO_3)]$. Ecuaciones de las reacciones.

EXPERIMENTO Nº 2

Formación de hidróxido ferroso y de hidróxido férrico.

a) Obtención de hidróxido ferroso. En un tubo de ensayo póngase a hervir agua destilada para eliminar el oxígeno ahí disuelto. Enseguida disuélvanse algunos cristales de sulfato ferroso (sin agitar) y nuevamente póngase a hervir el contenido. En otro tubo de ensayo hervir una solución 2N de álcali empleando lentes de protección. Calentar (¡puede dispararse el contenido!). Mezclar ambas soluciones. Observar la formación de un precipitado blanco correspondiente al hidróxido ferroso. El precipitado déjese al aire: se observará la oxidación paulatina del hidróxido ferroso. Ecuaciones de las reacciones.

b) Obtención de hidróxido férrico. En un tubo de ensayo que contenga una sal de hierro (III) agréguese una solución de álcali. Obsérvese la formación de un precipitado café-rojizo de hidróxido férrico. Ecuación de la reacción.

EXPERIMENTO Nº 3

Reacción de los iones de hierro (III) con ferricianuro de potasio.

En varios tubos de ensayo experimentese la reacción de ferricianuro de potasio, sobre soluciones de hierro (II) y hierro (III). En un primer tubo obsérvese un precipitado (azul de Turnbull). En un segundo tubo obsérvese

se una coloración café. Escriba las ecuaciones de las reacciones.

EXPERIMENTO Nº 4

Reacción entre iones de hierro (III) y ferrocianuro de potasio.

En varios tubos de ensayo experimentese las reacciones entre soluciones de sales de hierro (III) y hierro (II) con ferrocianuro de potasio. En un primer tubo se forma un precipitado (azul de Prusia). En un segundo tubo se observa un precipitado azulado debido a la oxidación parcial del hierro (II) a hierro (III).

Escriba la ecuación correspondiente a la formación del azul de Prusia.

EXPERIMENTO Nº 5

Formación de tiocianato férrico.

A una solución que contenga sal de hierro (III) agregar por gotas una solución de tiocianato de potasio (o de amonio). Observar la coloración rojo sangre debida a la formación de tiocianato férrico. Escribese la ecuación de la reacción. Con iones de hierro (II) el tiocianato de potasio no reacciona pero en la solución de la sal de hierro (II) existen trazas de hierro (III) que le imparten una tonalidad rosácea en presencia de iones tiocianato. Cabe hacer notar que la reacción de formación de tiocianato férrico es extraordinariamente sensible.

EXPERIMENTO Nº 6

Oxidación de hierro (II) a hierro (III).

Para este experimento debe emplearse una solución de sal de hierro (II) de pureza confiable.

Una solución de sal de hierro (II) acidúlese con ácido sulfúrico 2N y verter el contenido en tres tubos de ensayo. En el primero anádase un poco de ácido nítrico concentrado y calentar con extremo cuidado. En un segundo tubo anádase ácido perclórico o agua de bromo y en un tercero anádase una solución de permanganato de potasio hasta que decolore. Demuestre que en los tres tubos de ensayo se han formado iones de hierro (III). Ecuaciones de las reacciones.

EXPERIMENTO N° 7

Reducción del hierro (III) a hierro (II).

Comprobar en un tubo de ensayo que la solución de cloruro férrico ahí contenida, no contiene hierro (II). ¿Cómo hacerlo?. Enseguida verter esta solución en tres tubos de ensayo para realizar las pruebas siguientes:

a) en el primer tubo adiciónese ácido sulfhídrico o una solución de sulfuro de sodio más unas gotas de ácido sulfúrico. En el segundo tubo añádase sulfito de sodio acidulado ligeramente con ácido sulfúrico; calentar.- En el tercer tubo agréguese un poco de yoduro de potasio en solución.

EXPERIMENTO N° 8

Formación y propiedades del ferrato de sodio.

El contenido del extremo de una espátula (0.5-1g) y el doble de peróxido de sodio depositense en un crisol y mézclese el contenido con un agitador de vidrio. Colocar el crisol en un triángulo de porcelana y éste último en un anillo colocado en un soporte universal. Calentar hasta que funda la mezcla. Después de enfriarse, anádase unos 2-3 ml de agua destilada y la solución obtenida fíltrese recogiendo la solución en un tubo de ensayo. Observe la coloración del ferrato de sodio. Este debe ser morado.

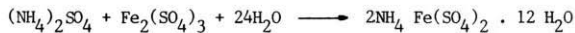
A la solución agréguese 2-3 gotas de solución de cloruro de bario. Obsérvese el precipitado morado-rojizo del ferrato de bario. Ecuaciones de

las reacciones.

EXPERIMENTO Nº 9

Formación de un alumbre de hierro (III).

Tóme se 1g de sulfato de amonio y disuélvanse en una mínima cantidad de agua destilada empleando para ello un tubo de ensayo. En otro tubo disuélvase también en un mínimo de agua destilada la cantidad en gramos de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 9 \text{H}_2\text{O}$ necesaria para efectuar la reacción:



Mézclese el contenido de ambas soluciones y observe al microscopio la formación de cristales octaédricos.

Práctica N° 4
QUÍMICA DEL ZINC, CADMIO Y MERCURIO

OBJETIVO

Hacer notar algunas propiedades de los elementos de este subgrupo tanto en forma metálica como formando compuestos. Antes de la práctica el alumno deberá documentarse sobre el comportamiento de estos elementos y sus compuestos, con el fin de poder identificar durante la práctica las especies química que se manejan.

MATERIAL Y REACTIVOS

MATERIAL

20 tubos de ensayo
1 gradilla
1 centrifugadora
1 vidrio portaobjetos
1 vidrio cubreobjetos
1 mechero
1 papel filtro
1 embudo
1 secadora
1 crisol de porcelana
1 soporte universal
1 anillo para soporte universal
1 malla con asbesto

REACTIVOS

Agua destilada
Zn, Cd y Hg elementales
ácido clorhídrico 1N
ácido sulfúrico 1N
ácido nítrico 1N
solución de cloruro de cinc 1M
solución de sulfato o acetato de cadmio 1M
solución de nitrato mercurioso 1M
solución de nitrato mercúrico 1M
solución de NaOH 1M
solución de NH_3 1M
solución de hidróxido de potasio al 20%
solución de sulfuro de amonio 1M
solución saturada de H_2S
moneda de cobre
azufre
carbonato de potasio
solución de sulfuro de sodio 1M

solución de yoduro de potasio 1M
solución de tiocianato de potasio 1M

El mercurio y cadmio son metales altamente tóxicos al igual que sus compuestos. Por tal motivo tómanse las precauciones necesarias para evitar la respiración de vapores o su ingestión. Empleése preferentemente lentos de protección y trabájese bajo la campana de extracción. Evítese dirigir el tubo de ensayo cuando se este calentando el contenido, hacia su vecino. Los desechos de mercurio y cadmio viértanse en un frasco destinado a tal uso.

EXPERIMENTO Nº 1

Disolución del cinc, cadmio y mercurio en ácidos.

Hágase interactuar por separado fragmentos de zinc y cadmio y una pequeña porción de mercurio con soluciones diluidas de ácidos clorhídrico, sulfúrico y nítrico. Escribanse las ecuaciones de las reacciones.

¡El mercurio viértase con cuidado!. El tubo de ensayo empleado manéjese sobre una charola o cristalizador con el objeto de captar el metal en caso de accidente.

EXPERIMENTO Nº 2

Acción de los álcalis sobre sales de cinc, cadmio y mercurio

Viértase una solución diluida a tubos de ensayo soluciones de sales de cinc, cadmio, de nitrato mercurioso y nitrato mercúrico. Obsérvese la formación de precipitado. Agréguese exceso de solución de álcali. ¿En que tubo de ensayo el precipitado se disolvió? ¿Por qué?. Escribanse las ecuaciones de las reacciones.

El precipitado de hidróxido de cadmio centrifúguese, deséchese la solución. Lávese con agua el precipitado en el mismo tubo de ensayo y ense-

guida elimínese el agua. Al precipitado lavado, viértanse unos mililitros de solución concentrada de hidróxido de sodio y calentar cuidadosamente hasta ebullición.

La solución caliente centrifuguese, tómese de ahí, una gota y colóquese en un vidrio portaobjetos. Tapar con un vidrio cubreobjetos y observar los cristales al microscopio. ¿A qué sustancia corresponden los cristales?.

¡Cuidado! Deben emplearse lentes de protección al trabajar con álcalis concentrados.

EXPERIMENTO Nº 3

Acción del hidróxido de amonio sobre sales de cinc, cadmio y mercurio

Tómense en tubos de ensayo soluciones de sales de cinc, cadmio, de nitrato mercúrico y nitrato mercurioso y adiciónese hidróxido de amonio a cada tubo de ensayo. Obsérvese en los primeros dos tubos de ensayo la formación de aminocincato y aminocadmiato de amonio. En el tercer y cuarto tubos obsérvese la formación de amida de mercurio. Escribanse las ecuaciones de las reacciones.

EXPERIMENTO Nº 4

Sulfuros de cinc, cadmio y mercurio

Viértase sulfuro de amonio, a soluciones acuosas de sales de cinc, cadmio y mercurio. Ecuaciones de las reacciones. Consérvese el sulfuro de cadmio para el siguiente experimento.

EXPERIMENTO N° 5

Síntesis del tiocadmiato de potasio

El sulfuro de cadmio, obtenido en el experimento anterior, fíltrese y lávese con solución saturada de ácido sulfhídrico ¡Trabájese en la campana! Secar a 100-110°C. Prepárese una mezcla homogénea de 0.5 g de sulfuro de cadmio, 2.5 g de azufre y 2.5 g de carbonato de potasio, pásese a un crisol de porcelana y fundir el contenido a mínima temperatura. Déjese enfriar el material y enseguida agréguese agua. Sepárense los cristales obtenidos y obsérvense al microscopio.

EXPERIMENTO N° 6

Obtención de tiomercuriato de sodio

A una solución de sulfuro mercuríco agréguese, hasta disolver, una solución de sulfuro de sodio. Calentar hasta ebullición. ¿Qué se forma?. Escriba la ecuación de la reacción. La solución de tiomercuriato de sodio acidúlece con ácido clorhídrico. ¿Qué sucede?.

EXPERIMENTO N° 7

Formación de yoduro de potasio y mercurio

A una solución de nitrato mercuríco viértase una solución de yoduro de potasio. Obsérvese la formación de un precipitado rojo. Agréguese más (en exceso) solución de yoduro de potasio: se disuelve el precipitado formándose una solución incolora. Escribanse las ecuaciones de las reacciones. A la solución incolora agréguese un álcali. Explíquese el fenómeno observado.

EXPERIMENTO Nº 8

Formación del complejo tiocianato de mercurio

A 2-3 ml de solución de nitrato mercúrico agréguese un poco de tiocianato de potasio en solución. Obsérvese la formación del precipitado tiocianato de mercurio. Disuélvase este precipitado con un exceso de tiocianato de potasio. A la solución incolora obtenida del tiocianato mercúrico agréguese en tubos de ensayo por separado, sales de zinc y cobalto. Obsérvese la formación de sales de zinc y cobalto del ácido tiocianatomercúrico. ¿Cuál es la coloración de los precipitados?. Escribanse las ecuaciones de las reacciones.

EXPERIMENTO Nº 9

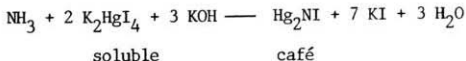
Detección de sales de mercurio

Sobre una moneda de cobre póngase una gota de solución de nitrato mercúrico. A los 2-3 minutos lávese la moneda. La mancha gris formada frótese con papel filtro. Escribase la ecuación de la reacción.

EXPERIMENTO Nº 10

Un derivado de la imida de mercurio

A una solución de nitrato mercúrico agréguese ¡por gotas! una solución de yoduro de potasio hasta que el precipitado rojo deje de disolverse. Enseguida agréguese un volumen igual de hidróxido de potasio al 20%. A la solución alcalina obtenida agréguese 2-3 gotas de amoníaco y obsérvese el precipitado formado. Esta es una reacción muy sensible para detectar amoníaco.



2894212

PRÁCTICA # 5 IDENTIFICACIÓN DE CATIONES METÁLICOS

OBJETIVO

Existen sustancias que en solución se disocian en iones, los cuales tienen una carga positiva o negativa por lo cual conducen la corriente eléctrica, por esta razón se les denomina soluciones iónicas. El objetivo de esta práctica es identificar algunos cationes metálicos importantes por medio de su reacción con diversos aniones.

MATERIAL Y REACTIVOS

MATERIAL:

8 tubos de 16 x 150 mm
etiquetas
gradilla
10 tubos de 12 x 100 mm
lápiz graso
pipeta
perilla
pizeta

REACTIVOS:

soluciones de 0.1M de K^+ , Ag^+ , Pb^{2+} , Fe^{2+} , Ba^{2+} , Cu^{2+} , Zn^{2+} , Hg^{2+} , Fe^{3+}
solución de $NaNO_3$ 0.25M
solución de Na_2SO_4 0.25M
solución de $NaOH$ 0.25M
solución de NH_4OH 0.25M
solución de Na_3PO_4 0.25M
solución de $NaCl$ 0.25M

TÉCNICA

Lave con agua destilada 8 tubos de 16 x 150 mm, pongales las etiquetas de los siguientes cationes K^+ , Ba^{2+} , Ag^+ , Cu^{2+} , Zn^{2+} , Fe^{3+} , Hg^{2+} y Pb^{2+} y llene tres cuartas partes de cada tubo con solución 0.1M de cada uno. Pongalos en la gradilla. En un tubo de 12 x 100 ponga un mililitro de agua destilada, medida con una probeta, con un lápiz graso marque la altura del líquido correspondiente a un mililitro y use este tubo calibrado para llenar otros con igual volumen por comparación con el primero.

REACCIÓN DEL AL NITRATO.-

Ponga un ml de cada uno de los tubos ya marcados en otros 8 tubos y márkuelos para poder identificarlos. Agregue a cada tubo de estos segundos aproximadamente 0.5 ml de anión nitrato 0.25M, anote todos los cambios que observe y escriba las reacciones correspondientes.

REACCIÓN AL ION SULFATO.-

Descarte el contenido de los tubos del experimento anterior, lávelos con agua destilada. Llénelos nuevamente con un ml de cada uno de los cationes y agregue 0.5 ml de solución de ión sulfato 0.25M anote los cambios que ocurran.

REACCIÓN AL ION HIDROXIDO.-

Repita la primera parte añadiendo en cada catión 0.5 ml de una solución 0.25M de ión hidróxido, a excepción de los precipitados de plata y mercurio, que son óxidos, el resto de los precipitados son hidróxidos. Anote sus observaciones. A cada uno de los tubos que contienen precipitados agrégueles suficiente hidróxido de sodio para triplicar su volumen. Agite los tubos y anote si hay disoluciones. Después tire el contenido de los tubos, lávelos bien y vuelva a llenar con 1.0 ml de cada uno de los cationes. Agregue a cada uno 0.5 ml de una solución de NH_4OH 0.25M y observe si hay formación de precipitados; añada a cada uno de los tubos que tienen precipitados, suficiente NH_4OH para triplicar el volumen de la mezcla. Observe que precipitados se disuelven y los cambios de color.

REACCIÓN AL ION FOSFATO.-

A tubos limpios que contengan 1 ml de cada catión añádales 0.5 ml del ión fosfato 0.25M, observe si hay formación de precipitado en caso de que lo haya, ver si se disuelve con el triple del anión fosfato.

REACCIÓN AL IÓN CLORURO.-

Como en los experimentos anteriores lave los tubos, llene cada tubo con 1 ml de las soluciones de los cationes, luego añádales 0.5 ml del ión cloruro 0.25M. Observe la formación de precipitados y cambios de color, olor y temperatura, luego añada en cada tubo suficiente solución del ión cloruro para triplicar el volumen de la solución original. Observe si hay disolución.

CUESTIONARIO.-

- 1.- En los casos que hubo formación de precipitados con los iones Cl^- y SO_4^{2-} anote las reacciones correspondientes.
- 2.- Explique el porqué la diferente facilidad de formación de precipitados con los aniones de la pregunta anterior (relacionados con el tipo de enlace).
- 3.- Indique otra forma en que podría identificar cationes metálicos en una muestra.
- 4.- ¿Porqué los metales forman cationes ?
- 5.- Explique porqué las reacciones en que participan cationes metálicos se efectúan en solución.

PRÁCTICA # 6

ESTADOS DE OXIDACIÓN DEL VANADIO

OBJETIVO.-

Identificar experimentalmente diferentes estados de oxidación del vanadio, elemento de transición, para comprobar una propiedad química de los metales de transición: presentar diferentes estados de oxidación debido a sus configuraciones electrónicas.

MATERIAL.-

- 1 Matraz Erlenmeyer de 250 ml
- 3 Matraces aforados de 100 ml
- 1 Matraz Erlenmeyer de 125 ml
- 3 Tubos de ensayo
- 1 Bureta de 25 ml

REACTIVOS.-

- 0.702 g de NH_4VO_3 (para 60 ml, 0.1 M)
- 1.992 g de $\text{Ce}(\text{SO}_4)_2$ (para 60 ml, 0.1 M)
- 200 ml de H_2SO_4 1M
- 0.225 g de granalla de zinc (por equipo)

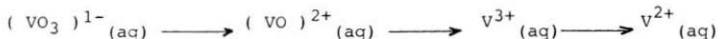
TÉCNICA.-

Preparar 60 ml* de solución 0.1M de trioxovanadato de amonio en H_2SO_4 1M Mantener agitación constante durante 20 minutos para favorecer la disolución. Anote sus observaciones.

Preparar 60 ml* de solución 0.1 M de sulfato de cerio (IV) en H_2SO_4 1M, agitando hasta lograr la disolución completa.

Pase 20 ml de la solución de trioxovanadato (V) de amonio a un matraz Erlenmeyer de 250 ml Adicione la granalla de zinc; agite la mezcla y observe los cambios de color que acompañan a las sucesivas reducciones:

* para tres equipos.



Aparte algunos mililitros de la solución en tubos de ensaye, para los diferentes estados de oxidación que se van identificando. Decante la solución final en un matraz Erlenmeyer de 125 ml. Llene una bureta con la solución de cerio (IV) y realice la oxidación subsecuente del vanadio, desde su estado de oxidación (iónico) más bajo hasta el estado más alto de oxidación.

TABLA DE RESULTADOS

estados de oxidación	REDUCCIÓN CON ZINC	OXIDACIÓN CON Ce_{aq} (IV)
V_{aq} (II)		
V_{aq} (III)		
V_{aq} (IV)		
V_{aq} (V)		

(Anote en cada caso los colores observados).

CUESTIONARIO:

- ¿Cómo se pueden explicar los diferentes colores que aparecen en solución de vanadio?
- Diga como actúa el $\text{Ce}(\text{SO}_4)$.
- Escriba las ecuaciones iónicas netas de las reacciones de reducción y de oxidación.
- ¿Porqué el vanadio (II) es oxidado por el cerio (IV) y no a la inversa?
- ¿Qué teoría de enlace explica la coloración de los compuestos de metales de transición?
- ¿Cuántos ml de solución de $\text{Ce}(\text{SO}_4)_2$ se deben requerir para oxidar 20 ml de solución de vanadio II a vanadio V

PRÁCTICA # 7

QUÍMICA DEL COBRE

OBJETIVO

El cobre, metal de transición del bloque "d" tiene gran importancia industrial y comercial por las propiedades físicas y químicas que lo caracterizan. En esta práctica se harán notar algunas de sus propiedades químicas en reacciones en solución.

MATERIAL Y REACTIVOS

MATERIAL:

3 vasos de precipitados de 100 ml
papel filtro
1 mechero
1 anillo
1 soporte
1 pinzas de 3 dedos con nuez
1 varilla de vidrio
1 pipeta graduada 10ml
1 pizeta

REACTIVOS:

viruta o alambre de cobre
ácido nítrico 16M
ácido sulfúrico 2M
ácido clorhídrico 6M
solución de Na_3PO_4 1M
granalla de zinc

TÉCNICA

(Anote todas las medidas y observaciones que vaya haciendo).
Pese 1g (con aproximación de 0.1g) de alambre o viruta de cobre puro. Coloque el cobre en un vaso de 100 ml. Debajo de la campana, añada al vaso 3 ml de HNO_3 16M, gota a gota y con precaución, caliente el vaso suavemente hasta que todo el cobre haya reaccionado.
Añada 10 ml de agua destilada al vaso y enfríela en el agua del

grifo durante varios minutos. Con gran cuidado, añada de 5 a 6 ml de NaOH 8M al vaso, lentamente y agitando hasta que se complete la precipitación.

Añada 50 ml de agua destilada al sistema y hiérvalo suavemente hasta que se vea que no hay reacción. Filtre la solución caliente.

PRECAUCION: Proteja sus manos.

Lave el residuo que haya quedado en el papel filtro con dos porciones de 20 ml de agua destilada caliente. Deseche el filtrado y las aguas de lavado. Disuelva el residuo que haya quedado sobre el papel filtro con 5-10 ml de HCl 6M. Recoja el filtrado en el vaso limpio de 100 ml. Si no tiene lugar la reacción completa mientras el ácido corre por el filtro la primera vez, vuelva a pasar el filtrado por el filtro, pero no emplee más ácido. Una vez que se haya disuelto completamente todo el residuo, lave el papel filtro con dos porciones de 20 ml de agua destilada. Recoja las aguas de lavado junto con el filtrado.

Añada, gota a gota, NaOH 8M al sistema de solución, con cuidado y agitando constantemente hasta que la solución llegue a ser alcalina al papel tornasol. Después agregue de 15 a 18 ml de Na_3PO_4 1M, agitando hasta que se complete la precipitación. La aglomeración del precipitado se puede llevar a cabo calentando suavemente el sistema durante varios minutos. Esta técnica se conoce como digestión. Filtre la solución y lave dos veces el residuo con porciones de 20 ml de agua caliente destilada.

Disuelva el residuo que haya sobre el papel filtro con 10-15 ml de H_2SO_4 2M. Siga el mismo procedimiento que se ha empleado antes para este tipo de acción. Recoja el filtrado y dos muestras de 20 ml de agua de lavado caliente destilada del papel filtro, en un vaso limpio de 100 ml.

Añada al sistema unos 2 g de granalla de zinc enmohecido, agitando hasta que no haya señales de reacción. En este paso deberá haber exceso de zinc en el sistema. Haga reaccionar el zinc en exceso con H_2SO_4 2M, que añadirá en porciones de 1 ml al sistema, a medida que se vaya necesitando.

Deje que precipite el producto final de cobre. Decante y deseche la solución. Lave el residuo por decantación con tres porciones de 20 ml de agua destilada. Seque el sólido. Péselo.

CUESTIONARIO.-

- 1.- ¿ Porqué se clasifica al cobre como un elemento del bloque "d" ?.
- 2.- Indicar los estados de oxidación comunes del cobre y explíquelos de acuerdo a su configuración electrónica.
- 3.- Escriba las reacciones químicas en que participa el cobre en esta práctica.
- 4.- ¿ Porqué es más recomendado el cobre que el fierro en tuberías ?.
- 5.- ¿ Qué función tiene el zinc usado ?.
- 6.- ¿Qué puede deducir al comparar el peso inicial de la viruta de cobre con el peso final? Tener en cuenta la Ley de Conservación de la Materia.

PRÁCTICA # 8

OBTENCIÓN DEL COMPLEJO $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4 \text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ E IDENTIFICACIÓN DE ALGUNOS IONES DE METALES DE TRANSICIÓN SEGUN SU ESTADO DE OXIDACIÓN.

OBJETIVO.- Los metales de transición se caracterizan por poseer subniveles d y/o f incompletos que los diferencian de los elementos representativos. En los metales de transición se manifiestan las siguientes propiedades: Variabilidad de estados de oxidación color en los compuestos, capacidad de formar compuestos, etc. El objetivo de esta práctica es hacer notar algunas de las propiedades citadas (por ejemplo color según el estado de oxidación y reconocimientos de estos metales, formación de complejos). Se recomienda al alumno que previamente se documente sobre la obtención de algunos complejos (sobre todo el $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4 \text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$) y propiedades de los iones de cobre, cobalto, níquel, fierro, manganeso y cobre.

MATERIAL Y REACTIVOS.-

MATERIAL:

10-15 tubos de ensayo
1 cristizador
2-3 vasos de 125 ml
1 agitador
1 probeta de 100 ml
papel filtro
1 embudo
1 gradilla
1 pinza para tubo
1 pincel delgado

REACTIVOS:

5 g de $\text{CuSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$
hidróxido de amonio (NH_4OH) 2M
alcohol etílico
hielo
hidróxido de amonio concentrado
solución de Dimetilgloxima
hidróxido de sodio o potasio (0.5M)
dioxido de plomo (PbO_2)
preparar sulfuro de amonio
ácido nítrico concentrado
soluciones de sales de: Cr^{+3} , Mn^{+2}
 Co^{+2} , Fe^{+2} , Fe^{+3} , Ni^{+2} , Cu^{+2} .

I.- Obtención del complejo $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$.-

Disolver 5 g (0.02 moles) de $\text{CuSO}_4 \cdot 20\text{H}_2\text{O}$ en 20 ml de agua y añadirle lentamente con agitación NH_4OH (2M) hasta que aparezca un precipitado, (el cual al formarse primero se redissuelve). A la solución añadirle posteriormente 30ml de etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) y dejarlo reposar en el refrigerador o en un baño de hielo. Filtrar los cristales, lavarlos con etanol que contenga una gota de hidróxido de amonio (concentrado) y secarlos a temperatura ambiente. Investigar la acción del calor en los cristales. Discutir la estructura del complejo.

II.- Observación del color de algunos compuestos de elementos de transición.-

- a) Disuelva en agua sales de Cr^{+3} , Mn^{+2} , Co^{+2} , Cu^{+2} , Ni^{+2} , Fe^{+2} Fe^{+3} . Observe los colores y proponga alguna idea del porqué de la presencia del color en estos compuestos.
- b) Con un pincel dibuje alguna figura sobre un papel blanco, empleando como "pintura" una disolución concentrada de CoCl_2 . Dejar secar y luego acercar el papel a una llama evitando su combustión. De qué color quedó el dibujo? Caliente la cartulina sobre una parrilla. Qué observa ? ¿ Cómo explicaría el fenómeno sucedido ?.

III.- Reconocimiento de los cationes de algunos metales de transición.-

- a) Reconocimiento del ión Co^{+2} .-
A un tubo de ensayo que contenga una solución de NaOH ó KOH -añadale un poco de solución de Co^{+2} ¿ Qué color da ? . Luego caliéntela ¿ Qué observa ?.
- b) Reconocimiento del ión Ni^{+2} .-
 - 1.- A un tubo de ensayo que contiene NH_4OH añadale un poco de solución de Ni^{+2} ¿ Qué color da ?
 - 2.- A otro tubo que contiene solución de sal níquelosa (Ni^{+2}) adicione unas gotas de solución dimetilglioxima ¿ Qué sucede ?.

c) Reconocimiento del ión Mn^{+2} .-

- 1.- A una solución del ión Mn^{+2} contenida en un tubo añadir sulfuro de amonio ¿Qué observa ?.
- 2.- A una solución de Mn^{+2} añádale bióxido de plomo y ácido nítrico concentrada, déjelo reposar ¿ Qué observa ?.

d) Reconocimiento del ión Cr^{+3} .-

A un tubo de ensayo que contiene una solución de Cr^{+3} añadirle unas gotas de NH_4OH ¿ Qué sucede ?.

e) Reconocimiento del ión Cu^{+2} .-

A un tubo que contiene solución de Cu^{+2} adicione unas gotas (2 ó 3) de NH_4OH diluido ¿ Qué observa ?; añada un exceso de NH_4OH ¿ Qué sucedió ?.

f) Reconocimiento de los iones Fe^{+2} y Fe^{+3} .

- 1.- A dos tubos que contienen respectivamente soluciones de Fe^{+2} y Fe^{+3} adicione más gotas de ferrocianuro de potasio ($K_4Fe(CN)_6$) ¿ Qué observa ?.

- 2.- A otros dos tubos que contienen también Fe^{+2} y Fe^{+3} adicione unas gotas de sulfocianuro potásico ($KSCN$) ¿ Qué sucede?

CUESTIONARIO.

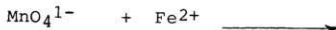
- 1.- ¿ Porqué se llaman elementos de transición a los elementos del bloque "d" ?.
- 2.- Mencione algunas propiedades de los elementos de transición.
- 3.- Explique brevemente las propiedades magnéticas de los compuestos de coordinación.
- 4.- Investigue las reacciones que suceden en los inicios de la parte III.
- 5.- Explique la coloración de compuestos y soluciones de elementos de coordinación.

PRÁCTICA # 9
TITULACIÓN POR ÓXIDO - REDUCCIÓN

OBJETIVO.-

Presentar una aplicación práctica de reacciones de óxido-reducción en que se manifiestan diferentes estados de oxidación de metales de transición.

En esta práctica se determinará la relación molar en la reacción:



MATERIAL.-

- 1 Matraz aforado de 1000 ml.
- 2 Buretas de 25 ml.
- 3 Matraces Erlenmeyer de 250 ml.

REACTIVOS.-

- 100 ml de solución acuosa de sulfato de amonio ferroso (39.214g
(NH_4)₂(SO₄). FeSO₄. 6H₂O/l , 0.1 M)
- 100 ml de solución acuosa de permanganato de potasio (3.16g KMnO₄/l
≈ 0.02 M)
- 100 ml de H₂SO₄ (3M)
- 5 ml de H₃PO₄ (85%)
- 10 ml de H₂O₂

TÉCNICA.-

1. Llene una bureta con la solución acuosa de sulfato de amonio ferroso. Llene otra con una solución acuosa de permanganato de potasio. De la primera bureta vierta 20 ml de solución en un matraz Erlenmeyer. Añada 20 ml de ácido sulfúrico 3M y 5 ml de ácido fosfórico al 85%. Titule esa solución que contiene Fe^{II} con la solución de permanganato. Debe girar constantemente el matraz y procurar no pasar del-



punto final (color rosa o rosa ligeramente amarillento). El ácido fosfórico ayuda a eliminar el color amarillo al reaccionar con el Fe^{III} a medida que este se forma. Si se traspasa el punto final, repita la titulación. Con los datos experimentales calcule la relación de moles de Fe^{2+} a $(\text{MnO}_4)^{1-}$.

- Utilizando un gotero, mida cuidadosamente 1 ml de peróxido de hidrógeno, de concentración desconocida. Diluya con agua hasta 100 ml y mezcle perfectamente. Pasar 10 ml del peróxido diluido a un matraz Erlenmeyer. Añadir 30 ml de agua y 15 ml de ácido sulfúrico 3M. Titule esta última mezcla con solución de permanganato. Con los datos experimentales calcular la relación de moles de $(\text{MnO}_4)^{1-}$ a H_2O_2 .

DATOS Y CÁLCULOS

- Determine la molaridad de cada solución.

- Volumen de la solución $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ usada: _____ ml
Solución KMnO_4 :

Lectura inicial de la bureta: _____ ml

Lectura final de la bureta: _____ ml

Volumen de KMnO_4 usado : _____ ml

- Moles de Fe^{2+} utilizados: _____ moles.

Moles de MnO_4^{1-} utilizados: _____ moles

Relación de moles de Fe^{2+} a MnO_4^{1-} : $\frac{\text{Fe}^{2+}}{\text{MnO}_4^{1-}} =$

- Escriba las ecuaciones para la primera titulación.

a. Semirreacción de oxidación:

b. Semirreacción de reducción:

c. Ecuación iónica completa:

5. Volumen de la solución de H_2O_2 utilizada en la segunda titulación: _____ ml
 6. Escriba las ecuaciones para la segunda titulación.
 - a. Semirreacción de reducción:
 - b. Semirreacción de oxidación:
 - c. Ecuación iónica completa:
 7. Relación molar de MnO_4^{1-} a H_2O_2 : $\frac{\text{MnO}_4^{1-}}{\text{H}_2\text{O}_2} =$
 8. Volumen de la solución de KMnO_4 utilizada en la titulación.

Lectura final de la bureta: _____ ml

Lectura inicial de la bureta: _____ ml

Volumen de MnO_4^{1-} utilizado: _____ ml
 9. Determine los moles de MnO_4^{1-} utilizados, _____ moles.
- Con la relación de moles determine los moles de H_2O_2 utilizados.
10. Determine la concentración de la solución H_2O_2 .

CUESTIONARIO.

1. Defina brevemente el concepto : " Titulación "
2. ¿ A que se debe que los metales de transición pueden presentarse en diferentes estados de oxidación ?.
3. ¿ Qué indica el cambio de color en la titulación ?.
4. Indique las especies que se oxidan y reducen en las titulaciones efectuadas.
- 5 ¿ De que depende el poder " Reductor " de un elemento ?.

PRÁCTICA # 10

DETERMINACIÓN DE LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO DE UNA REACCIÓN QUÍMICA

OBJETIVO.-

El estado de equilibrio químico de una reacción, determinado por la Ley de acción de las masas, permite establecer un criterio respecto a la estabilidad termodinámica de los compuestos. La presente práctica tiene como objetivo que el alumno determine experimentalmente la constante de equilibrio de una reacción, la cual determina el estado de equilibrio de la misma, aplicando una técnica colorimétrica.

MATERIAL Y REACTIVOS.-

MATERIAL:

5 tubos de ensayo
1 probeta graduada de 20ml
5 vasos de precipitados de 60 ml
1 vaso de precipitados de 250ml
1 vaso de precipitados de 500ml
1 gotero
1 piteta graduada

REACTIVOS:

30 ml de solución de tiocianato de potasio 0.002M
20 ml de solución de nitrato férrico 0.2M
agua destilada

TECNICA.-

PARTE A.- Enumere 5 tubos de ensayo, limpios y secos; adicione 5 ml de tiocianato de potasio 0.002M a cada uno, y 5 ml de solución de nitrato férrico 0.2M al primer tubo que será usado como estándar. Hacer diluciones de la solución de nitrato férrico para obtener soluciones 0.08M, 0.032M, 0.0128M y 0.00512M.
Adicione 5 ml de la solución 0.08M al tubo no.2, 5 ml de solución 0.032M al tubo 3, 5 ml de solución 0.0128M al tubo 4 y 5 ml de solución 0.00512M al tubo 5.

Comparar el color del tubo estándar con el color de los tubos restantes, mirando hacia el fondo a través de los tubos que deben estar dirigidos hacia una fuente de luz blanca. Se recomienda envolver las paredes de los tubos con papel.

Extraer solución del tubo 1 con la pipeta graduada hasta que la intensidad de color iguale a la del tubo 2. Medir y registrar el volumen del líquido en cada tubo. Regresar al tubo 1 la solución extraída y repetir la misma operación con los tubos 3, 4, y 5.

Determinar la relación de volumen de cada tubo respecto al volumen del tubo estándar.

Multiplicar la relación del volumen del líquido en cada tubo por la concentración del ión $(\text{SCN})^{1-}$ y calcular la concentración del ión FeSCN^{2+} (aq) que se ha formado.

Determinar las concentraciones para el ión $(\text{SCN})^{1-}$ en los tubos respectivos restando la concentración del $(\text{FeSCN})^{2+}$ de la concentración inicial del $(\text{SCN})^{1-}$.

Con las concentraciones calculadas para cada especie en el equilibrio, efectuar los siguientes cálculos:

$$a) [\text{Fe}^{3+}] [(\text{SCN})^{1-}] [(\text{FeSCN})^{2+}] =$$

$$b) \frac{[\text{Fe}^{3+}] [(\text{FeSCN})^{2+}]}{[(\text{SCN})^{1-}]} =$$

$$c) \frac{[(\text{FeSCN})^{2+}]}{[\text{Fe}^{3+}] [(\text{SCN})^{1-}]} =$$

PARTE B.- Considerar la reacción $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \longrightarrow 2 \text{NO}_2(\text{g})$ (reacción de disociación del N_2O_4). Es obvio que trabajar con sistemas gaseosos resulta más difícil, sin embargo se pueden fijar algunos parámetros que faciliten el problema. Suponga que se cuenta con una ampolla de gas de volumen conocido. el peso de este gas debe ser mayor para N_2O_4 que para NO_2 . Los dos gases deben encontrarse a la

misma temperatura y presión. En la mezcla de reacción no se pueden aislar estos, sin embargo están en equilibrio uno con otro.

Problema:

Se encontró que una ampolla de gas contenía 0.352Kg de aire a una presión de latm y 22.1°C. El aire en estas condiciones tiene una densidad de 1.2×10^{-3} g/ml. Cuando la ampolla se vació y se llenó con una mezcla $N_2O_4 - NO_2$ se encontró que contenía 0.924 g de la mezcla a una presión de latm y 22.1°C. Utilizando esta información y la Ley del gas ideal, determinar la constante de equilibrio para la disociación del N_2O_4 .

DATOS Y CALCULOS .-

Parte A

CONCENTRACIONES (moles/l)						
	(SCN ¹⁻) INICIAL	(Fe ³⁺) INICIAL	RAZON DE VOLUMEN	1 EQUILIBRIO (FeSCN ²⁺)	2 EQUILIBRIO (Fe ³⁺)	3 EQUILIBRIO (SCN ¹⁻)
TUBO NO.	1					
	2					
	3					
	4					
	5					
CALCULOS						
TUBO NO.	1	4a $[Fe^{3+}] [FeSCN^{2+}] [SCN^{1-}]$		4b $\frac{[Fe^{3+}] [FeSCN^{2+}]}{[SCN^{1-}]}$		4c $\frac{[FeSCN^{2+}]}{[Fe^{3+}] [SCN^{1-}]}$
	2					
	3					
	4					
	5					

CUESTIONARIO._

PARTE A.-

- 1.- ¿Cuál de las expresiones matemáticas del número 4 de la tabla da el valor más constante ?
- 2.- ¿Cuál es el significado de la potencia de 10 en la expresión matemática? Un valor K_{eq} de 10^{12} , ¿favorecería productos o reaccionantes ?.

PARTE B.-

- 3.- Determine el volumen de la ampolla de gas de $N_2O_4-NO_2$.
- 4.- ¿Cuántos moles de mezcla de gas contendría la ampolla a $22.1^\circ C$?
Utilize $P V = nRT$, donde
 $R = 8.205 \times 10^{-2} \frac{1 \text{ atm}}{\text{mol}^\circ K}$
- 5.- ¿Cuál sería el peso molecular experimental de 9.24×10^{-1} de gas en la ampolla ? Márquelo con M_1 .
- 6.- Dada la reacción:



Suponga que empezó con un mol de $N_2O_4(g)$ y α (alfa) moles disociados. Alfa representa la reacción del $N_2O_4(g)$ que se disocia.

- a) Por cada mol que se disocia, ¿cuántos moles de $NO_2(g)$ se formarían?.
 - b) Cuando se alcanzó el equilibrio, ¿cuál sería el número de moles de cada especie ?
- 7.- Escriba la fracción de mol de cada especie presente.

- 8.- Escriba la expresión para la presión parcial de cada especie.
- 9.- Utilice las expresiones fracción-mol para escribir la expresión de equilibrio.
- 10.- El valor de alfa puede determinarse numéricamente. El $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ puro tiene un peso molecular de 92.1. Numéricamente:

$$\alpha = \frac{\text{Peso molecular experimental } \text{N}_2\text{O}_4}{\text{Peso molecular experimental } \text{NO}_2}$$

determine alfa.

- 11.- Sustituya el valor que obtuvo para alfa en su expresión de equilibrio y determine la constante de equilibrio para la disociación de $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ a 22.1°C y una presión de 1 atm.
- 12.- a) A 22.1°C , ¿cuál resultará más beneficiado: el $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ o el $\text{NO}_2(\text{g})$?.
- b) ¿Qué le sucedería al valor K_{eq} a una temperatura más alta ?.

PRÁCTICA # 11

PREPARACIÓN DE PIGMENTOS

OBJETIVO.-

Los pigmentos son sustancias coloridas, orgánicas e inorgánicas que se emplean en la fabricación de pinturas y tintas. El problema de la preparación de pigmentos, es muy complejo, ya que el color y tono dependen de la presencia o ausencia de impurezas, las condiciones de precipitación del pigmento y la finura de las partículas.

Algunos pigmentos se aplican en solución acuosa y otros en aceites vegetales o resinas orgánicas. En esta práctica se pretende hacer notar una de las diversas aplicaciones de compuestos inorgánicos como son los pigmentos.

MATERIAL Y REACTIVOS:

MATERIAL.-

4 tubos de ensaye
2 pipetas
5 vasos de precipitados de 100 ml
2 matraces Erlenmeyer de 100 ml
1 mortero
1 crisol
1 pesafiltros
papel filtro
papel indicador de pH

REACTIVOS.-

Solución de sulfato de fierro y amonio 0.1M
Solución de ferrocianuro de potasio 0.1M
Solución de nitrato de plomo 0.1M
Solución de dicromato de sodio 0.1M
Solución de cromato de sodio 0.1M
Solución de hidróxido de sodio 0.1M
Solución de hidróxido de amonio (1:3)
Solución de ácido tánico 0.1M
Aceite de linaza
Óxido de zinc (ZnO)
Óxido de plomo (Pb_3O_4)
Óxido de manganeso

Lithopón
Clorato de potasio
Solución de ferrocianuro de potasio 1N
Acido sulfúrico 0.1N
Molibdato de amonio (indicador)

TECNICA.-

AZUL DE PRUSIA (pigmento azul).- Vierta en un vaso de precipitado 5 ml de solución 0.1M de sulfato de fierro y amonio y agregue 5 ml de solución 0.1M de ferrocianuro de potasio, observe la coloración y vierta su pigmento en el recipiente adecuado para su posterior filtrado y secado.

AMARILLO CROMO (pigmento amarillo).- Vierta 5 ml de solución 0.1M de nitrato de plomo en un vaso de precipitado y agregue 5 ml de solución 0.1M de dicromato de potasio, observe la coloración y vierta en el frasco correspondiente.

CROMATO BASICO DE PLOMO (pigmento anaranjado).- En un vaso de precipitado ponga 5 ml de solución 0.1M de nitrato de plomo y agregue 2.5 ml de solución 0.1M de cromato de sodio; en otro vaso de precipitado coloque 5 ml de solución 0.1M de nitrato de plomo y 2 ml de solución de hidróxido de sodio; mezcle las dos soluciones y viértalas en un vaso de precipitado grande, caliente suavemente y añada un poco de agua si es necesario.

HIDROXIDO DE PLOMO (pigmento blanco).- En un matraz Erlenmeyer coloque 10 ml de la solución 0.1M de nitrato de plomo y agregue suficiente solución (1:3) de hidróxido de amonio, para que precipite todo el hidróxido de plomo, vierta el pigmento en el frasco correspondiente.

TANATO FERRICO (pigmento blanco).- En un vaso de precipitado vierta

5 ml de solución 0.1M de sulfato de fierro y amonio y agregue 5 ml de solución 0.1M de ácido tánico. Vacíe su pigmento en el frasco correspondiente.

PREPARACIÓN DE TINTA Y PINTURAS.

TINTAS.- Se preparaban antiguamente mediante hollín y un disolvente, actualmente se preparan mediante productos químicos.

TECNICA.-

En un vaso de precipitado, coloque el azul de prusia y caliente lentamente, agregue unos pedacitos de goma arábiga y agite continuamente; evapore la solución hasta la mitad, deje enfriar y pruebe la tinta.

PINTURAS.- Las pinturas tienen diversas funciones, entre ellas, la de protectora, decorativa, artística, seguridad y otras.

Los cinco componentes de una pintura ordinaria son:

- 1.- El pigmento.
- 2.- El cuerpo.
- 3.- El vehículo.
- 4.- El adelgazador.
- 5.- El secador.

PREPARACIÓN DE PINTURAS:

PREPARACION DE PINTURA VERDE PISTACHE.- Pese 2 g de óxido de zinc y mézclelo según sea necesario con un pigmento; muela bien la mezcla hasta homogeneizarla completamente, agregue 1 ml de aceite de linaza, agregue trementina si es necesario, agite y pruebe su pintura en un pedazo de madera.

PREPARACION DE NARANJA DE PLOMO.- Se coloca en un mortero 1 g de óxido

de plomo (Pb_3O_4) y 1 g de óxido de zinc (ZnO); se homogeniza totalmente; Pase la mezcla a un tubo de ensaye y agregue aceite de linaza, agite bien hasta que se forme una pasta suave, pruebe su pintura en un pedazo de madera.

PREPARACIÓN DE PINTURA NEGRA.- Ponga 1 g de bióxido de manganeso y agregue unas gotas de aceite de linaza, moviendo hasta que se tenga una pasta consistente (pruebe su pintura en un pedazo de madera).

ANÁLISIS DE PIGMENTOS.

Dada la gran diversidad de pigmentos, los análisis se seleccionarán de acuerdo al pigmento.

ANÁLISIS DE LITHOPON.

Se toman muestras de lithopón y se envasan en recipientes de metal o vidrio, limpios y secos, con cierre hermético y opacos para evitar el deterioro de lithopón.

El lithopón es un pigmento blanco pesado llamado también de Chartón, blanco de Orr o blanco de Griffth de densidad de 4.2 a 4.3 con índice de refracción respecto al aire entre 1.99 y 2.04. Está constituido por sulfuro de zinc y sulfato de bario, y se puede obtener de la siguiente forma:



Determinación del sulfato de bario por precipitación.

Un gramo de lithopón, se humedece con agua destilada, se trata con 10 ml de HCL concentrado y un gramo de clorato de potasio, hiervase hasta

que desaparezca el olor característico a ácido sulfhídrico y el color amarillento del cloro, agregar 50 ml de agua destilada, filtrarse en papel filtro de cenizas conocidas; y el papel filtro calcínalo en un crisol tarado y repórtese en %.

CÁLCULOS.-

$$\% \text{BaSO}_4 = \frac{F \times P \times 100}{M}$$

F = Factor gravimétrico.

P = Peso del precipitado.

M = Masa de la muestra.

Determinación del contenido total de zinc por volumetría.

TECNICA.-

Una muestra de 1 g de lithopón se diluye en 100 ml de agua destilada, se toma una parte (50 ml) y se le agrega hidróxido de amonio y ácido sulfúrico hasta alcanzar un pH de 5, se calienta y se titula con una solución normal de ferrocianuro de potasio, como indicador se usa el molibdato de amonio.

El punto final de la reacción se obtiene cuando al agregar una gota de indicador se obtiene una coloración café.

CÁLCULOS.-

$$\% \text{ de Zn} = \frac{N \times \text{ml} \times F \times 100}{V}$$

N = Normalidad del ferrocianuro de potasio.

ml = Mililitros de ferrocianuro gastado.

F = Factor volumétrico (Zn/ZnS= 0.610).

V = Volumen de muestra en ml.

Determinación del contenido de humedad por desecación a masa constante.

Por un pesafiltros puesto a peso constante (P_1) en estufa a 105°C se pesan de 3 a 5 g de pigmento (P_m) se meten en la estufa y se se-

can a 105-110°C hasta peso constante (P_2) se calcula la humedad en tanto por ciento.

CÁLCULOS.-

$$\% \text{ de humedad} = \frac{(P_2 - P_1) \times 100}{P_m}$$

P_2 = Peso del crisol y muestra
después de secar.

P_1 = Peso del crisol.

P_m = Peso de la muestra.

CUESTIONARIO.-

- 1.- ¿Cuáles son los principales usos de los pigmentos inorgánicos?
- 2.- Haga una clasificación de los pigmentos inorgánicos en base al color.
- 3.- ¿A qué se debe el color de los pigmentos inorgánicos?
- 4.- Explique la diferencia entre los conceptos pigmento y colorante.

Bibliografía de consulta

1. Manual del Laboratorio de Química.
Dawson, J. W.
Ed. Interamericana.
México.
2. Química Inorgánica Experimental.
Ed. Reverté.
México.
3. Experimental Inorganic Chemistry.
Cambridge University.
London.
4. Métodos de Laboratorio Químico.
Fundamentos de Química.
Brescia, F.
Centro Regional de Ayuda Técnica.
México.
5. Prácticas de Química General.
Holum John, R.
Centro Regional de Ayuda Técnica.
México.
6. Experimentos de Química.
Villarreal, F.
A.N.U.I.E.S
México.
7. Química Práctica Básica
Negro A. F.
Ed. Alhambra.
Madrid.

8. Laboratorio de Química e Investigación.
Ferguson, H.W.
Publicaciones Cultural, S.A.
México.
9. Enciclopedia de la Tecnología Química.
Kik Othmer.
10. The Synthesis and Characterización of Inorganic Compounds.
Jolly, W. L.
11. Química Inorgánica.
Purcell, J. F.; Kotz, J. C.
Ed. Reverté, S.A.
México.
12. Química Inorgánica Básica.
Cotton, F.A.; Wilkinson, G.
Ed. Limusa.
México.
13. Fundamentos de Química Inorgánica
Cotton, F.A.
Ed. Limusa.
México.
14. Química de los Elementos Metálicos.
Steele, D.
El Alhambra.
Madrid.
15. Química de la Materia
Pierce, J.
Publicaciones Cultural, S.A.
México.

16. Química Inorgánica Moderna.
Liptrot, G. F.
C.E.C.S.A.
México.
17. Chemical Principles.
Dickerson, R.E.
W.A. Benjamin, Inc.
California.
18. Análisis Cuantitativo Rápido de Aniones y Cationes.
Charlot, G.
Ed. Alhambra.
Madrid.
19. Química de los Elementos y sus Reacciones.
Hutchison.
Ed. Reverté.
México.
20. Handbook of Preparative Inorganic Chemistry.
Braven.
21. Química de los Elementos No Metálicos.
Sherwin, E.; Weston, A.J.
Ed. Alhambra.
Madrid.
22. Introducción a la Química Inorgánica Moderna.
Mac Kay, K.M.
Ed. Reverté.
México.

Prácticas de química inorgánica La edición
Se terminó de imprimir en estuvo a cargo de la
el mes de mayo del año 2004 Sección de Producción
en los talleres de la Sección y Distribución Editoriales
de Impresión y Reproducción de I Se imprimieron
Universidad Autónoma Metropolitana 100 ejemplares más
Unidad Azcapotzalco sobrantes para reposición.

2894212



30 AÑOS

...transformando el diálogo por la razón

PRACTICAS DE QUIMICA INORGANICA II

CBI

* SECCION DE IMPRESION

ISBN: 970-654-874-2

23079



\$ 10.00



978-97065-48740

UNIVERSIDAD
AUTÓNOMA
METROPOLITANA
Casa abierta al tiempo **Azcapotzalco**



División de Ciencias Básicas e Ingeniería
Departamento de Sistemas
Coordinación de Extensión Universitaria
Sección de Producción y Distribución Editoriales

Ciencias